

## BALANCEO DE REACCIONES REDOX

Material de apoyo elaborado por Gustavo Garduño Sánchez  
Facultad de Química, UNAM. Enero de 2005.

Este trabajo se hizo con el fin de que los alumnos de QUÍMICA GENERAL cuenten con el material de apoyo suficiente para aprender a balancear reacciones redox por los métodos del **número de oxidación y del ion electrón**. Se comienza con los conceptos básicos los cuales deben dominarse antes de entrar al balanceo. Estos conceptos básicos se desglosan para hacerlos accesibles. Se sugiere que se resuelvan los ejercicios propuestos para saber si ya se tiene dominio sobre ellos.

### Conceptos Básicos

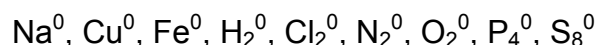
Ocurren reacciones de oxidación –reducción (redox) cuando las sustancias que se combinan intercambian electrones. De manera simultánea, con dicho intercambio, tiene lugar una variación en el **número de oxidación** (estado de oxidación) de las especies químicas que reaccionan. El manejo del número de oxidación es imprescindible para el balanceo de las reacciones redox.

El **número de oxidación** puede definirse como la carga real o virtual que tienen las especies químicas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias puras. Esta carga se determina con base en la electronegatividad<sup>1</sup> de las especies según las reglas siguientes.

#### 1. Número de oxidación de un elemento químico

El número de oxidación de un elemento químico es de cero ya sea que este se encuentre en forma atómica o de molécula polinuclear.

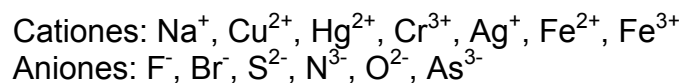
Ejemplos:



#### 2. Número de oxidación de un *ion monoatómico*

El número de oxidación de un ion monoatómico (catión o anión) es la carga eléctrica real, positiva o negativa, que resulta de la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente.

Ejemplos:



### 3. Número de oxidación del hidrógeno

El número de oxidación del hidrógeno casi siempre es de 1+ , salvo en el caso de los hidruros metálicos donde es de 1–.

### 4. Número de oxidación del oxígeno

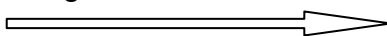
El número de oxidación del oxígeno casi siempre es de 2–, ( $O^{2-}$ ) salvo en los peróxidos, donde es de 1–, ( $O_2^{2-}$ ) y en los hiperóxidos donde es de  $\frac{1}{2}$ – ( $O_2^{1-}$ ).

### 5. Números de oxidación de los elementos que forman compuestos covalentes binarios.

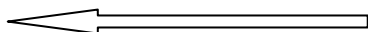
Los números de oxidación de los elementos que forman compuestos covalentes binarios (compuestos que se forman entre no metales) son las cargas virtuales<sup>2</sup> que se asignan con base en la electronegatividad de los elementos combinados. Al elemento más electronegativo se le asigna la carga negativa total (como si fuera carga iónica). Al otro elemento del compuesto se le asigna carga positiva (también como si fuera carga iónica).

En los compuestos binarios covalentes, la carga virtual se asigna según la secuencia que aparece a continuación. El elemento que llevará la carga virtual negativa se halla a la derecha de la lista y los que le preceden llevarán la carga positiva.

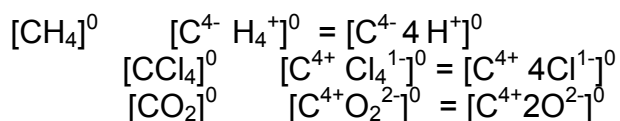
Asignación de la carga negativa



Si, B, Sb, As, P, H, C, N, Te, Se, I, Br, Cl, O, F



Asignación de la carga positiva



### 6. Número de oxidación de un catión o anión poliatómicos

El número de oxidación de un catión o anión poliatómicos es la carga virtual que se asigna a los elementos combinados con base en la electronegatividad de dichos elementos. La carga virtual que se asigna se considera como si fuera el resultado de la transferencia total de electrones (carga iónica).

Por ejemplo: en el ion nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , los estados de oxidación del nitrógeno y del oxígeno son  $[\text{N}^{5+}\text{O}_3^{2-}] = [\text{N}^{5+}3\text{O}^{2-}] = \text{N}^{5+}$  Y  $\text{O}^{2-}$ . Estos estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

En el ion sulfato, puede verse que los estados de oxidación del S y del oxígeno son  $[\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+}4\text{O}^{2-}] = \text{S}^{6+}$  y  $\text{O}^{2-}$ .

De manera semejante, en el ion amonio, los estados de oxidación del nitrógeno y del hidrógeno son  $[\text{N}^{3-}\text{H}_4^+] = [\text{N}^{3-}4\text{H}^+] = \text{N}^{3-}$  e  $\text{H}^+$ .

## 7. Carga de los iones poliatómicos.

Es la carga iónica que resulta cuando se suman los números de oxidación de los elementos que forman dicho ion.

Por ejemplo, la carga del ion nitrato resulta de sumar los números de oxidación del nitrógeno y del oxígeno,

$$[\text{N}^{5+}3\text{O}^{2-}] = [\text{N}^{5+}\text{O}^{6-}] = (\text{NO}_3)^{[(5+)+(6-)]} = \text{NO}_3^-$$

La carga del ion sulfato puede calcularse de la misma manera:

$$[\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+}4\text{O}^{2-}] = (\text{SO}_4)^{[(6+)+(8-)]} = (\text{SO}_4)^{2-}$$

De manera semejante, la carga del ion amonio;  $\text{NH}_4^+$  resulta de la suma de los números de oxidación del nitrógeno e hidrógeno:

$$[\text{N}^{3-}\text{H}_4^+] = [\text{N}^{3-}4\text{H}^+] = [\text{NH}_4]^{(3-)+(4+)} = [\text{NH}_4]^{1+}$$

De nuevo, es necesario destacar que, en estos casos, los estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

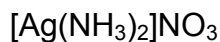
## 8. Números de oxidación y cargas en compuestos iónicos poliatómicos

Cuando se tiene la fórmula completa de un compuesto iónico, la suma tanto de los números de oxidación como de las cargas debe ser de cero:  
Por ejemplo:



Números de oxidación:  $(\text{Na}_2^+\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}) = [\text{Na}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}^{8-}] = (\text{Na}_2\text{S})^{2+6}(\text{O}_4)^{8-} = (\text{Na}_2\text{SO}_4)^0$

Cargas:  $(\text{Na}_2)^+(\text{SO}_4)^{2-} = [\text{Na}^{2+}(\text{SO}_4)^{2-}] = (\text{Na}_2\text{SO}_4)^0$



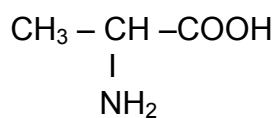
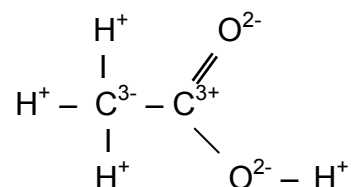
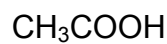
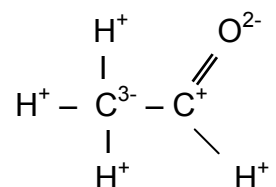
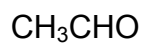
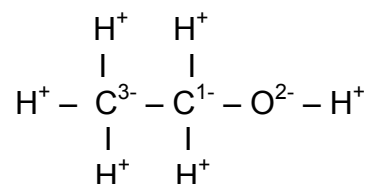
Números de oxidación:  $[\text{Ag}^+(\text{N}^{3-}\text{H}_3^+)_2]\text{N}^{5+}\text{O}_3^{2-} = [\text{Ag}^+(\text{N}^{3-}3\text{H}^+)_2]\text{N}^{5+}3\text{O}^{2-}$

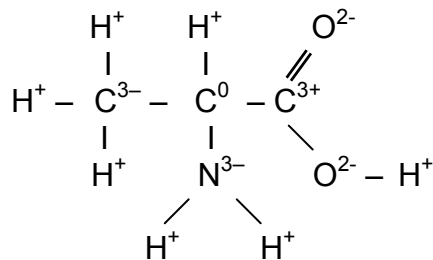
Cargas:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{NO}_3)^- = \{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{NO}_3)\}^0$

## 9. Números de oxidación en compuestos orgánicos

El número de oxidación de los elementos que forman los compuestos orgánicos también se asigna con base en la electronegatividad. Sin embargo, aquí se sugiere escribir las fórmulas desarrolladas de dichos compuestos.

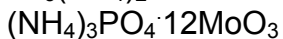
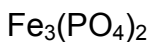
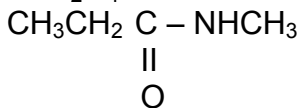
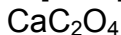
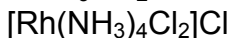
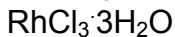
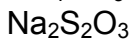
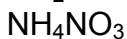
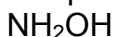
Ejemplos:





## EJERCICIOS SOBRE NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CARGAS IÓNICAS

Determina el número de oxidación de los elementos que forman los iones y compuestos siguientes:



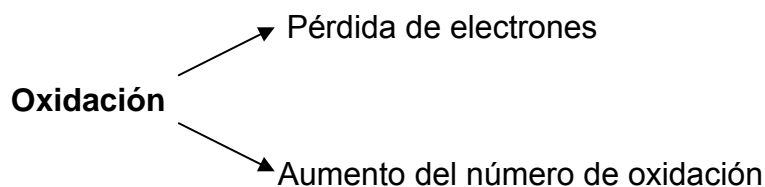
## CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

### OXIDACIÓN

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:

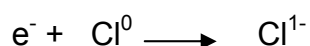


En resumen:

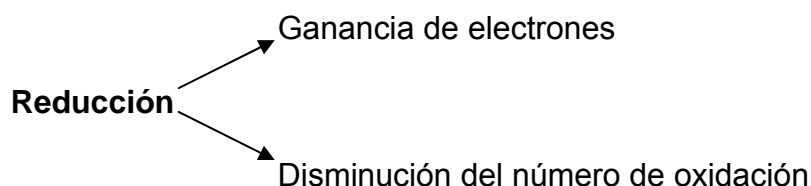


## REDUCCIÓN

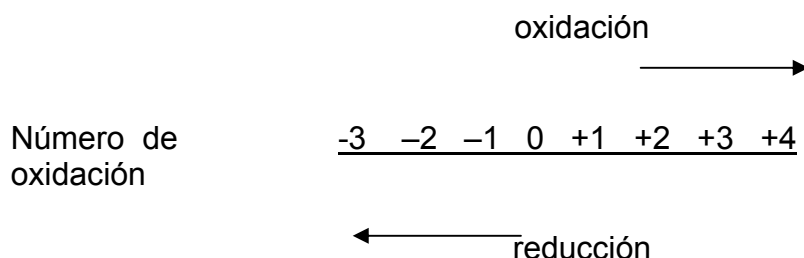
La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1-) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:



En resumen:



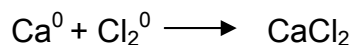
Para más facilidad se puede construir una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del número de oxidación:



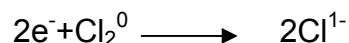
## CONCEPTOS DE AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

### AGENTE OXIDANTE

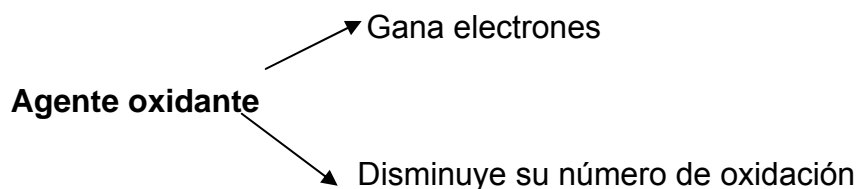
Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-. Esto se puede escribir como:

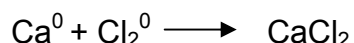


En resumen:



## AGENTE REDUCTOR

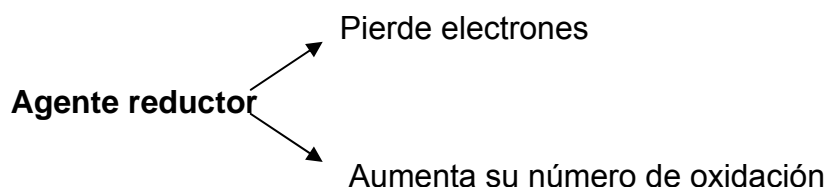
Es la especie química que un proceso redox pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+. Esto se puede escribir como:



En resumen:



## BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS

Existen varios métodos para el balanceo de reacciones, pero aquí sólo se describirán los correspondientes a las reacciones redox. Los dos métodos más comunes para el balanceo de reacciones redox son:

a. **MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN**

b. **MÉTODO DEL ION –ELECTRÓN**

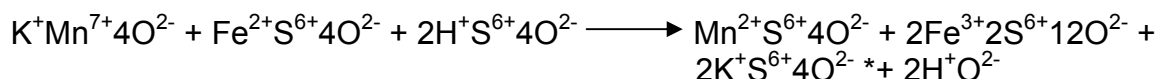
## BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Como su nombre lo indica, este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se describen los pasos de este método de balanceo.

Balancear por el método del cambio del número de oxidación la reacción química siguiente:

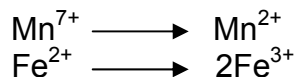


### Paso 1. Cálculo de los números de oxidación.



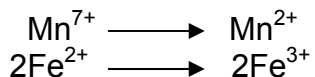
### Paso 2. Identificación de los elementos que cambian su estado de oxidación.

Se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación o carga y se escriben como semireacciones de oxidación y de reducción (no importa el orden de escritura de las semirreacciones)



### Paso 3. Balance de masa.

Se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción. En el caso del manganeso, no es necesario efectuar el balance de masa pues hay un número igual de átomos en ambos miembros de la semirreacción. Sin embargo, en el caso del hierro, hay un coeficiente de 2 en el  $\text{Fe}^{3+}$  que también debe aparecer del mismo modo en el  $\text{Fe}^{2+}$ .





#### Paso 4. Balance de carga

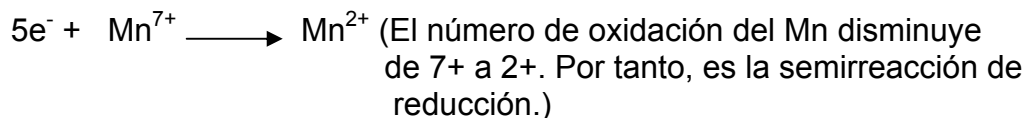
Se efectúa el balance de carga. Debe haber igual número de cargas en ambos lados de las flechas de reacción. Lo único que puede utilizarse para el balance de carga son los electrones que se pierden o se ganan en el proceso redox. **¡Atención! El balance de carga siempre debe hacerse después del balance de masa, nunca antes.**

El planteamiento de una desigualdad matemática puede servir para realizar el balance de carga. Al mismo tiempo se pueden identificar los procesos de oxidación y de reducción, dependiendo del lado de donde se agreguen los electrones.



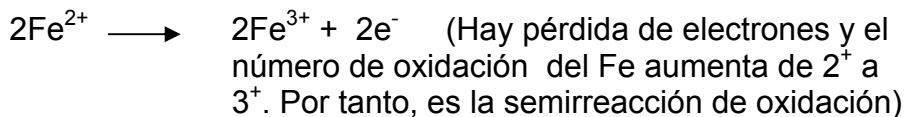
La desigualdad se plantea utilizando los números de oxidación de las especies que cambian en el proceso redox. En el caso del manganeso el procedimiento es:

$$\begin{array}{rcl} 7^+ & \geq & 2^+ \\ 5e^- + 7^+ & = & 2^+ \\ 2^+ & = & 2^+ \end{array}$$



Para el hierro el procedimiento es:

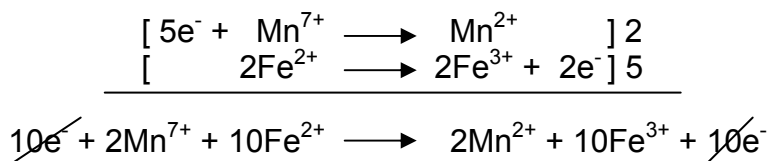
$$\begin{array}{rcl} 2\text{Fe}^{2+} & \longrightarrow & 2\text{Fe}^{3+} \\ 4^+ & \leq & 6^+ \\ 4^+ & = & 6^+ + 2e^- \\ 4^+ & = & 4^+ \end{array}$$



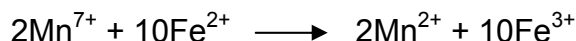
Con lo anterior quedan balanceadas las semirreacciones redox por masa y carga.

#### Paso 5. Balance de los electrones intercambiados (perdidos y ganados) en las semirreacciones redox balanceadas.

El número de electrones que se intercambian en las semirreacciones redox debe ser el mismo. Este se obtiene al multiplicar de manera cruzada los electrones perdidos y ganados. Se simplifica la ecuación.



El proceso redox total queda como sigue:



**Paso 6. Introducción de los coeficientes obtenidos, en el proceso redox, en la reacción global.**

- a. Los coeficientes que se obtienen hasta este paso corresponden únicamente a las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa:



- b. Ajuste de los coeficientes de las especies que no cambiaron en el proceso redox. En esta reacción, no cambiaron su estado de oxidación el  $\text{H}^+$ ,  $\text{S}^{6+}$   $\text{K}^+$  y  $\text{O}^{2-}$  de modo que debe haber igual número de estas especies en ambos miembros de la ecuación para que ésta quede balanceada.



En este paso la reacción ya quedó balanceada pues ya se cumple con la ley de la conservación de la masa.

**BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL IÓN –ELECTRÓN**

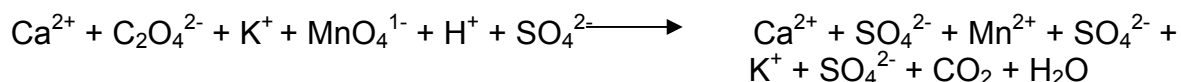
Este método de balanceo de reacciones redox resulta más adecuado porque en el proceso se emplean las especies químicas que tienen existencia real. Por ejemplo. El  $\text{KMnO}_4$  se compone de los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{MnO}_4^{1-}$  dos especies que tienen existencia real. En el ejemplo de balanceo que se describirá en seguida, el ion  $\text{MnO}_4^{1-}$  se usa como tal, ya que en el medio acuoso donde ocurre esta reacción el  $\text{Mn}^{7+}$  sólo puede encontrarse como ion permanganato,  $\text{MnO}_4^{1-}$ .

**I. REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO ÁCIDO**

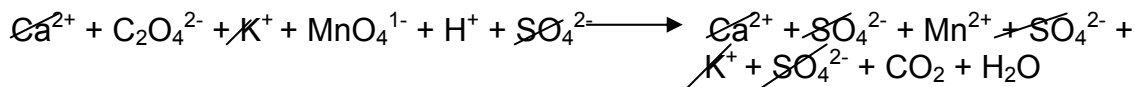
Balancear la reacción química siguiente:



**Paso 1.** Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones.



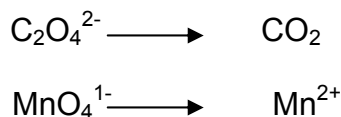
**Paso 2.** Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de **reacción iónica**. En ésta, puede advertirse que aparece el ion  $\text{H}^+$ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.



**Paso 3.** Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden:

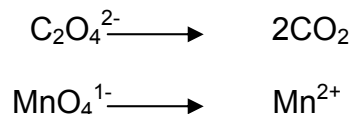


**Paso 4.** Balance de masa:

- a. Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno

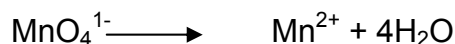
Hay dos átomos de carbono en el primer miembro de la primera semirreacción y sólo uno en el segundo miembro. Esto se ajusta mediante el coeficiente adecuado.

La segunda semirreacción queda igual. Sólo hay un átomo de manganeso en ambos miembros.

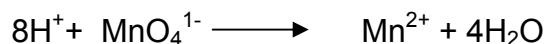


- b. Ahora se balancea el oxígeno. En medio ácido, el exceso de oxígeno se balancea con agua en el miembro contrario de la semirreacción

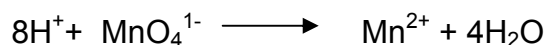
En la primera semirreacción el oxígeno está balanceado, no así en la segunda. En ésta hay 4 átomos de oxígeno en el  $\text{MnO}_4^{1-}$  y, por tanto, se balancea con agua como se indicó:



Por último se balancea el hidrógeno con iones  $\text{H}^+$  en el miembro contrario:

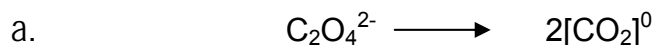


Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:

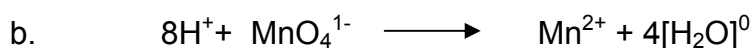
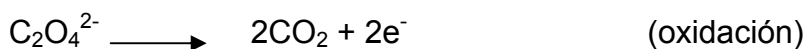


**Paso 5.** Balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones ( $e^-$ ) para igualar las cargas iónicas:



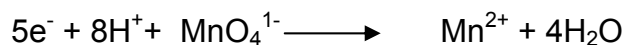
$$\begin{aligned} 2^- &\leq 0 \\ 2^- &\leq 0 + 2e^- \\ 2^- &\leq 2^- \end{aligned}$$



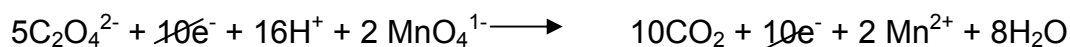
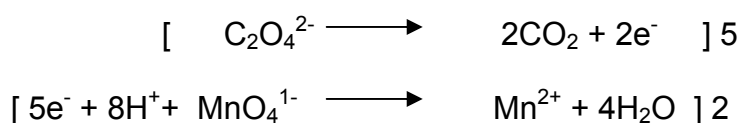
$$\begin{aligned} 8^+ + 1^- &= 7^+ \geq 2^+ \\ 5e^- + 7^+ &\geq 2^+ \\ 2^+ &= 2^+ \end{aligned}$$



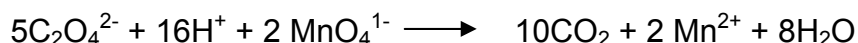
El resultado del Paso 5 es:



**Paso 6.** Balance del número de electrones perdidos y ganados. El número de electrones perdidos y ganados debe ser el mismo en todo proceso redox. Esto se logra multiplicando por el factor adecuado las semirreacciones redox balanceadas por masa y carga:



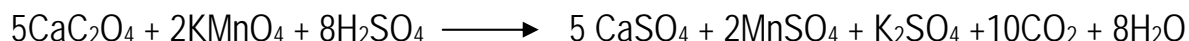
Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



**Paso 7.** Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedaran balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:



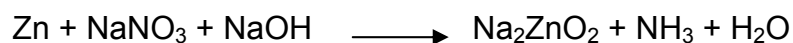
**Paso 8.** Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



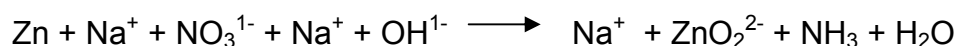
Con lo cual se llega al final de este método de balanceo.

## II. REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO BÁSICO

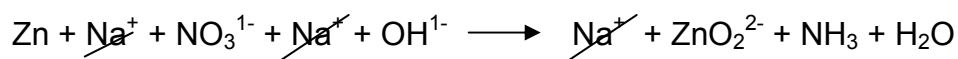
Balancear la reacción química siguiente:



**Paso 1.** Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.



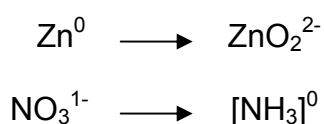
**Paso 2.** Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede advertirse que aparece el ion  $\text{OH}^-$ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio básico.

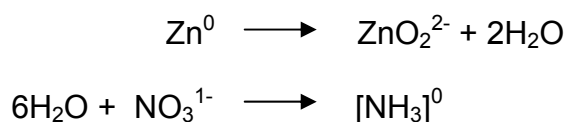


**Paso 3.** Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden

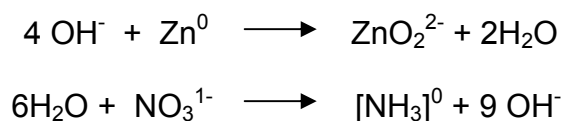


**Paso 4.** Balance de masa:

- Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.
- En este caso sólo hay oxígeno e hidrógeno en exceso.
- Balanceo del oxígeno. El oxígeno se balancea agregando moléculas de agua del mismo lado de la reacción donde hay exceso de éste.



- El hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones  $\text{OH}^-$

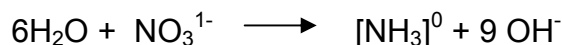
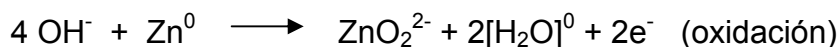


**Paso 5.** Balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones ( $e^-$ ) para igualar las cargas iónicas:



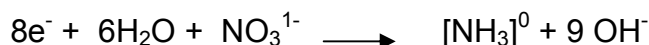
$$\begin{array}{rcl} 4^- & \leq & 2^- \\ 4^- & \leq & 2^- + 2e^- \\ 4^- & = & 4^- \end{array}$$



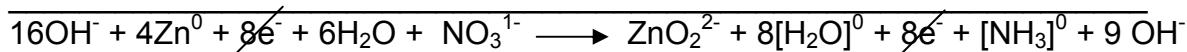
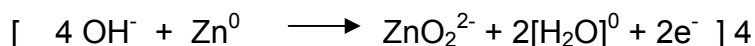
$$\begin{array}{rcl} 1^- & \geq & 9^- \\ 8e^- + 1^- & \geq & 9^- \\ 9^- & = & 9^- \end{array}$$



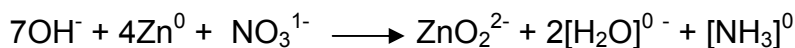
El resultado del Paso 5 es:



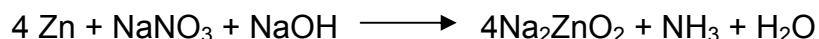
**Paso 6.** Balance del número de electrones perdidos y ganados. De nuevo, el número de electrones perdidos y ganados en el proceso redox debe ser el mismo. Por tanto, las semirreacciones redox se multiplican por el factor adecuado para lograr este propósito.



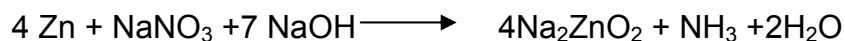
Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



**Paso 7.** Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:



**Paso 8.** Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



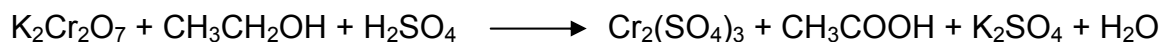
## BALANCEO DE REACCIONES REDOX DE COMPUESTOS ORGÁNICOS POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

El uso del método del número de oxidación para balancear reacciones redox donde intervienen compuestos orgánicos implica :

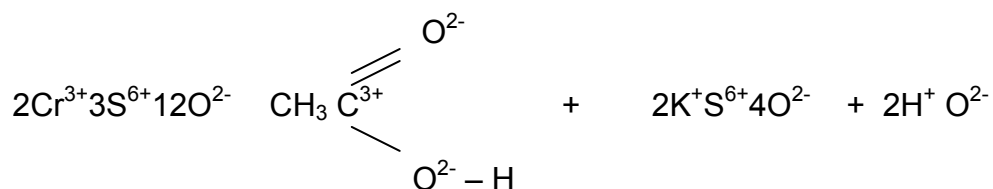
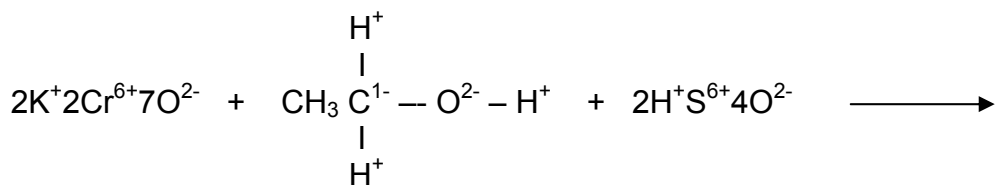
- Escribir las fórmulas desarrolladas de la porción que interviene en el proceso redox.
- Calcular los números de oxidación de esta porción.
- No se recomienda asignar los números de oxidación a todas las partes de las moléculas orgánicas que no intervienen en el proceso redox, pues haría más complicado el uso de este método de balanceo.

*Nota: En el caso del balanceo de reacciones donde intervienen compuestos orgánicos se recomienda el empleo del método del ion-electrón que se describirá más adelante.*

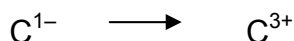
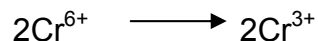
Balancear la reacción química siguiente por el método del número de oxidación:



Paso 1. Cálculo de los números de oxidación:



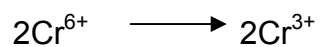
Paso 2. Identificación de las especies que cambian su número de oxidación y escritura de las semirreacciones redox:



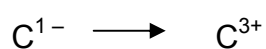
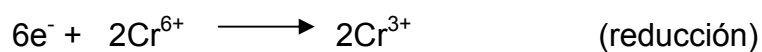


Paso 3 Balance de masa. En este caso, no es necesario

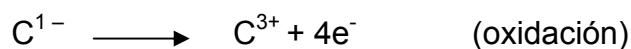
Paso 4. Balance de carga:



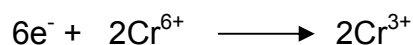
$$\begin{array}{rcl} 12^+ & \geq & 6^+ \\ 6e^- + 12^+ & \geq & 6^+ \\ 6^+ & = & 6^+ \end{array}$$



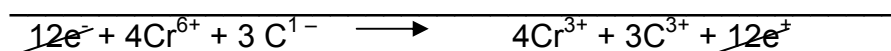
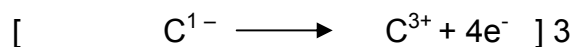
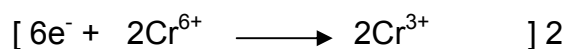
$$\begin{array}{rcl} 1^- & \leq & 3^+ \\ 1^- & \leq & 3^+ + 4e^- \\ 1^- & = & 1^- \end{array}$$



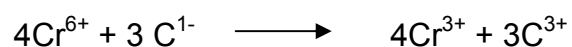
El resultado del balance de carga es:



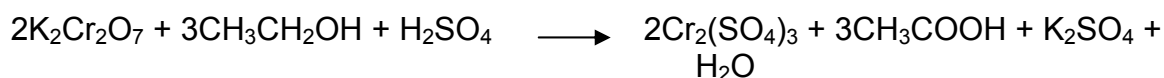
Paso 5. Balance del número de electrones intercambiados



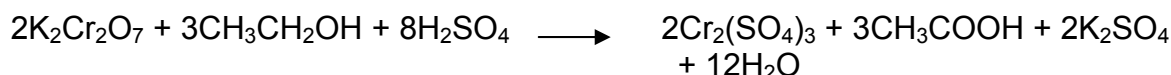
Simplificando queda:



Paso 6. Balanceo de las especies que cambian en el proceso redox en la reacción general



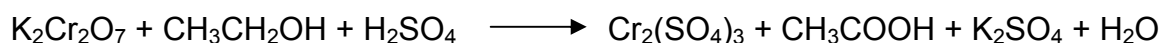
Paso 7. Balanceo de las especies que no cambiaron en el proceso redox en la reacción general



## APLICACIONES DEL BALANCEO POR EL MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN A REACCIONES REDOX DE COMPUESTOS ORGÁNICOS

Este método de balanceo de reacciones es muy útil ya que se evita el uso de los números de oxidación, lo cual puede ser engorroso en compuestos orgánicos.

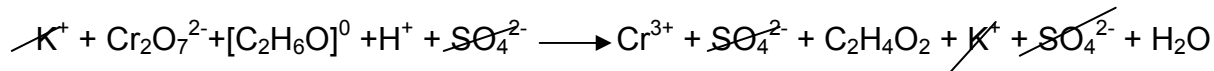
I. Balancear la reacción química siguiente por el método del ion-electrón



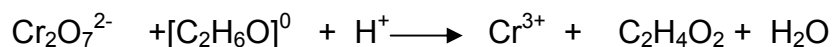
**Paso 1.** Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus números de oxidación correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen número de oxidación cero.



**Paso 2.** Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.

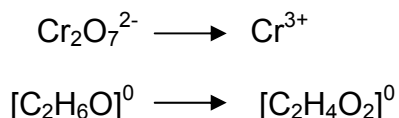


Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede advertirse que aparece el ion  $\text{H}^+$ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.



### Paso 3. Escritura de las semirreacciones redox

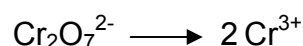
Se escriben las semirreacciones redox sin importar el orden



Paso 4 Balance de masa:

- a. Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno

Hay dos átomos de cromo en el primer miembro de la primera semirreacción y sólo uno en el segundo miembro. Esto se ajusta mediante el coeficiente adecuado.

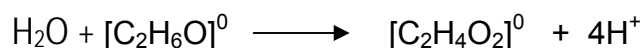


En la segunda semirreacción los átomos de carbono están balanceados.

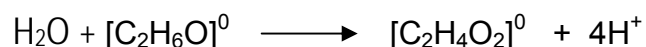
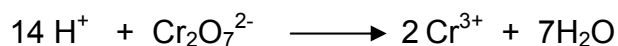
- b. En la primera semirreacción hay 7 átomos de oxígeno en el primer miembro de ésta. Por tanto, como el medio es ácido, deben agregarse 7 moléculas de agua en el segundo miembro de esta semirreacción. El exceso de hidrógeno se balancea por  $\text{H}^+$  en el miembro contrario.



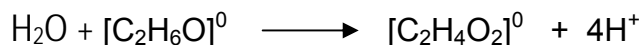
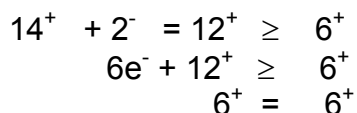
En la segunda semirreacción hay un átomo de oxígeno en exceso en el segundo miembro. Como el medio es ácido, se agrega una molécula de agua en el segundo miembro de ella. En la misma semirreacción hay un exceso de 4 átomos de hidrógeno. Éstos se balancean por  $\text{H}^+$  en el miembro contrario.



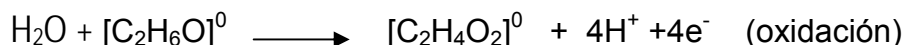
Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:

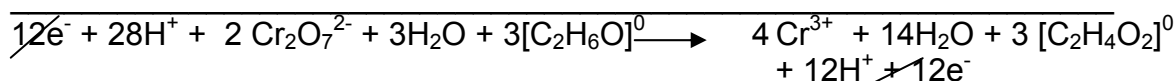
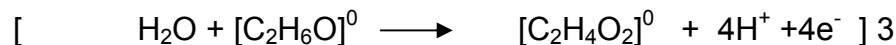


Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades , las cuales se resuelven agregando electrones ( $e^-$ ) para igualar las cargas iónicas:



$$\begin{array}{rcl} 0 & \leq & 4^+ \\ 0 & \leq & 4^+ + 4e^- \\ 0 & = & 0 \end{array}$$


$$6e^{-} + 14\text{H}^{+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$$

$$[6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O] \times 2$$

$$16\text{H}^+ + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3[\text{C}_2\text{H}_6\text{O}]^0 \longrightarrow 4\text{Cr}^{3+} + 11\text{H}_2\text{O} + 3[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]^0$$

**Paso 7.** Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:



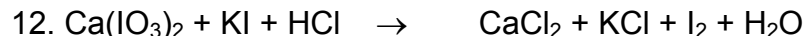
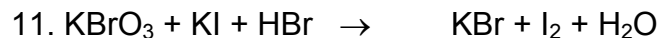
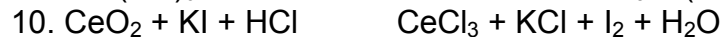
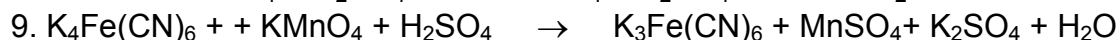
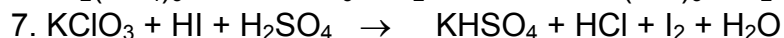
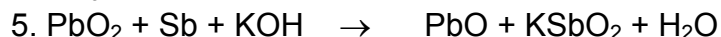
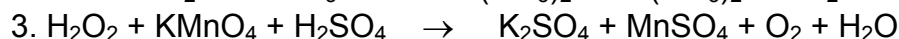
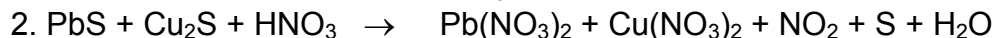
**Paso 8.** Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



### Ejercicios de balanceo de reacciones inorgánicas

A continuación se te proporcionan las reacciones químicas redox (sin balancear) inorgánicas. El objetivo es que tu hagas el balanceo de todas ellas por el método que selecciones (cambio del número de oxidación o ion – electrón) siguiendo los pasos que se detallan en seguida.

- Identifica la especie química que se oxida y escribe la semirreacción de oxidación. Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica la especie química que se reduce y escribe la semirreacción de reducción. Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica el agente oxidante y el agente reductor
- Escribe la reacción global redox.
- La reacción global total



13.  $\text{CuSCN} + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{ICN} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   
14.  $\text{PbCrO}_4 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{CrI}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
15.  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$   
  
16.  $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
17.  $\text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 5[\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{MnO}_2] + \text{KHSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4$   
18.  $\text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
19.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{ICl} + \text{H}_2\text{O}$   
20.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ICl} + \text{H}_2\text{O}$